GAGNON, CELYA

MAYAP KOM. LAURAINE CÉLIA

MBOMBO, LOVE MAMBULU

ZADI, GRÂCE PRISCILLE

PROJET DE FIN D'ÉTUDES CHIMIE (E.S.P.)

360-SNF-02, groupe 00001

Article scientifique

Mesure de l'acidité, l’alcalinité et la dureté par titrage et dosage par colorimétrie du chlore, du cuivre et du fer dans divers échantillons d'eau potable et un échantillon d'eau du Fleuve St-Laurent

Travail présenté à

Bruno Voisard

Département de chimie

Cégep André-Laurendeau

15 mai 2026

RÉSUMÉ

Ce projet visait à analyser et comparer les différentes caractéristiques de plusieurs types d'eau : eau d'abreuvoir filtrée pour bouteilles d'eau, robinet, eau de cuisine dont l'eau sentait le chlore et eau du fleuve St-Laurent. Les analytes avec leur indicateur étaient : le fer total par colorimétrie avec la 1,10-phénanthroline, le chlore total par colorimétrie avec le DPD, le cuivre par colorimétrie avec une solution alcoolique de cuprizone 0,5%, l'alcalinité par titrage avec indicateur orange-méthyl, l'acidité de l'eau par titrage avec pH-mètre et la dureté de l'eau par titrage complexiométrique à l'EDTA avec indicateur NET. Tous les résultats étaient comparés entre eux et à ceux des rapports sur la qualité de l'eau potable de la ville de Montréal[1]. Toutes les concentrations pour l'eau potable en fer, en cuivre et en chlore étaient conformes à la norme. Pour le fleuve St-Laurent, le fer était le seul analyte dépassant la norme. Les résultats montraient que les échantillons étaient conformes aux normes canadiennes, avec absence d'acides fort et présence du système carbonaté. L'alcalinité, plus faible pour l'eau du fleuve, indiquait une capacité tampon réduite comparativement aux autres échantillons. La dureté variait de 115 à 225 mg/L, caractérisant une eau minéralisée et moyennement dure.

INTRODUCTION

Depuis la révolution industrielle, des polluants chimiques se retrouvent sans cesse dans nos eaux. Il y a les substances observables à l'œil nu, et les substances microscopiques naturelles et artificielles qui, en trop grandes quantités, sont nocives. Ces substances nocives ont-elles des concentrations trop élevées dans notre eau potable? Et qu'advient-il de ces concentrations dans l'eau naturelle qu'on traite ensuite pour consommation humaine? Cette expérience consiste à analyser les quantités d'éléments chimiques et de l'acidité dans notre eau potable, filtrée et non filtrée, qui proviennent de la ville de Montréal et celle du fleuve Saint-Laurent. Ces derniers sont le fer total (Fe^{2+}/Fe^{3+}), le cuivre (Cu^{2+}) et le chlore (Cl_2) total, ainsi que la mesure de la propriété de l'acidité de l'eau. Les buts sont de comparer nos résultats d'eau potable à ceux du rapport et normes de la qualité d'eau potable à Montréal[1], vérifier si un filtre sur la même eau potable changent les concentrations des substances dosées, et comparer les concentrations de l'eau potable aux concentrations dans le fleuve St-Laurent, duquel est prise 90% de l'eau traitée[2]. La colorimétrie sera utilisée pour doser le fer, le cuivre et le chlore. Pour l'acidité, c'est le titrage potentiométrique qui sera utilisé.

CONTEXTE THÉORIQUE

Dosage du cuivre dans l'eau

Pour le dosage du cuivre, la colorimétrie a été utilisée. Le réactif utilisé pour développer la couleur est le cuprizone aussi appelé *biscyclohexanoneoxalyldihydrazone.* À l'échelle sous-microscopique, dans un milieu alcalin lorsqu'il rencontre les ions $Cu^{2+¿¿}$, le ligand se lie aux ions $Cu^{2+¿¿}$avec ses atomes d'azote et d'oxygène. Les ions $Cu^{2+¿¿}$ ont des zones disponibles pour accepter des électrons que le cuprizone partage. Ainsi, ils forment un complexe[3] bleu stable, car l'énergie des électrons est modifiée. Alors, il est possible de mesurer l'absorbance à 600 nm à l'aide d'un spectrophotomètre.[4]

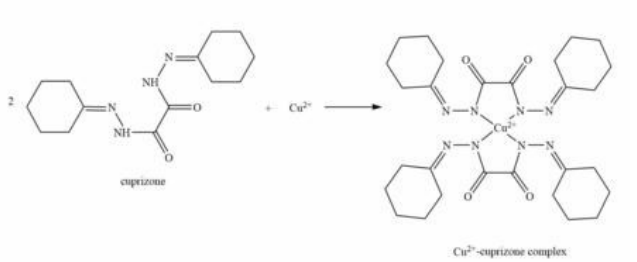


Figure 1 :Complexe cuivre-curpizone image tiré de (Study.com, s.d.)

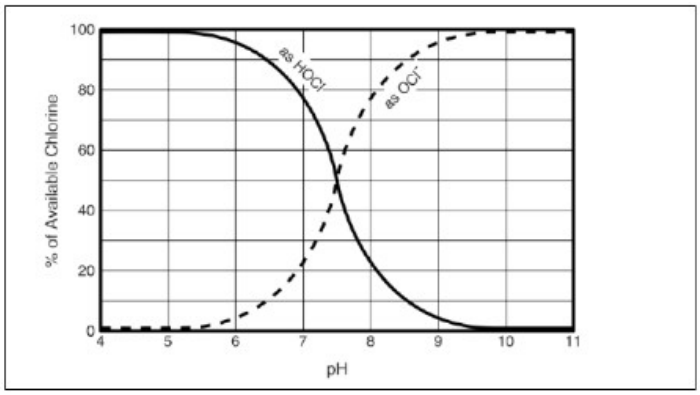


Figure 2 : Relation entre HOCl et ClO- (OCl-) pour différentes valeurs de pH, image tirée de Redox Titration of Bleach - Concentration of Sodium Hypochlorite[5]

Dosage du chlore dans l'eau

La quantification du chlore total dans l'eau sera réalisée à l'aide du DPD (N,N-diéthyl-p-phénylènediamine) par colorimétrie (510nm). Le chlore dans l'eau se retrouve majoritairement sous deux formes selon le pH : acide hypochloreux (HOCl) et ion hypochlorite (OCl^-) (chlore actif). À un pH entre 6,2 et 6,5 la forme majoritaire est l'acide hypochloreux[5]. Il favorise l'oxydation du DPD qui forme un complexe coloré rouge[6], l'intensité indiquera le taux de chlore. Il peut être également observé sous forme de chlore (Cl_2) et de chlore combiné, généralement sous forme de chloramines (NH_2Cl), issu d'une réaction entre le chlore (Cl_2) et l'ammoniac. Pour permettre la quantification du chlore total (chlore libre et chlore combiné), de l'iodure de potassium est ajouté afin que les chloramines réagissent avec le I^- pour faire du I_2, qui lui pourra oxyder le DPD. Un tampon phosphate (pH 6,2-6,5) sera utilisé pour maintenir un pH optimal et assurer la stabilité des conditions la réaction.[7]

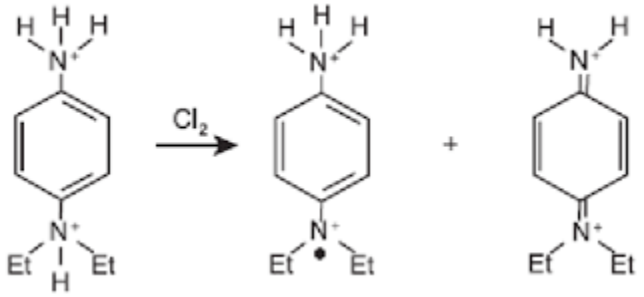
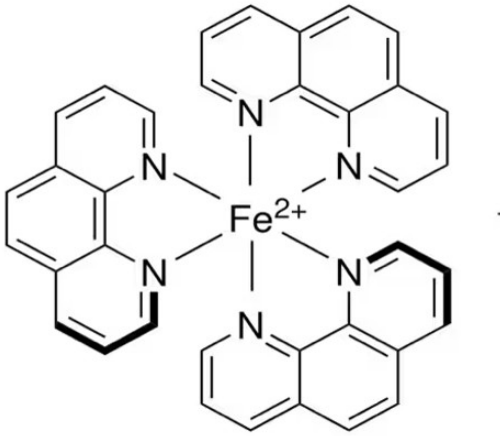


Figure 3 : produit de la réaction DPD chlore, image tirée de Water quality Determination of free chlorine and total chlorine[7]



Dosage du fer dans l'eau

Le fer total est analysé par colorimétrie grâce à la formation d'un complexe coloré entre l'ion Fe^{2+} et 3 molécules de 1,10-phénanthroline[8]. Ce complexe rouge-orangé est analysé à une longueur d'onde de 510 nm au spectrophotomètre. La relation entre l'absorption à cette longueur d'onde et la concentration de Fe^{2+} est proportionnelle jusqu'à 5,0 mg/L:.[9]

Figure 4 : Complexe Fe^{2+}et 1,10-phénanthroline, image tirée de Sigma-Aldrich : solution d'indication de phénanthorline[9]

Pour doser le fer, l'échantillon est acidifié à pH 1 car la réduction y est plus efficace. Une solution de chlorhydrate d'hydroxylamine est ajoutée afin de réduire tous les ions de Fe^{3+} en Fe^{2+} pour pouvoir réagir et former le complexe coloré. Une solution tampon acétate est utilisée pour augmenter le pH à idéalement 4,5, puisque le complexe fer (II)-phénanthroline-1,10 a un intervalle de stabilité à un pH entre 2,5 et 9. Le dosage est ensuite effectué.[9]

Mesure de l'acidité dans l'eau

L'acidité de l'eau potable est déterminée par titrage potentiométrique à l'aide de NaOH 0,10 $mol \cdot L^{-1}$ et des solutions tampons étalonnées (carbonate pH 10 et phosphate pH7) afin de quantifier les espèces acides réellement présentes dans l'échantillon.[10] Les recommandations indiquent qu'une eau potable devrait avoir un pH

compris entre 6,5 et 8,5.[11] Une eau trop acide peut favoriser la corrosion des conduites tandis qu'une eau trop basique peut modifier le goût de l'eau ce qui pourrait s'avérer indésirable. Dans un contexte d'eau potable, ce paramètre est directement lié à la spéciation du chlore actif : le chlore dissous est présent sous forme d'acide hypochloreux (HOCl) et d'ion hypochlorite (OCl^-), dont la proportion dépend du pH. Une eau plus acide favorise HOCl, espèce plus réactive et plus efficace pour la désinfection, tandis qu'un pH plus élevé favorise OCl^-, moins actif.[12] Cette variation influence directement les résultats du dosage du chlore total par colorimétrie, ce qui justifie l'importance de mesurer l'acidité dans l'analyse de l'eau potable.

Mesure de l'alcalinité dans l'eau

Comme écrit dans la méthode d'analyse de l'alcalinité, celle-ci est déterminée par titrage colorimétrique d'un volume de 100,0 mL d'échantillon calibré à l'aide d'une solution étalon tampons KHP pH 4. Cet échantillon est titré avec une solution titrante de HCl 0,100 $mol \cdot L^{-1}$, correspondant à la neutralisation des ions bicarbonate (HCO_3^-) dominants dans l'eau potable[12] (CEAEQ, méthode 315). L'alcalinité agit comme système tampon et contrôle le pH du milieu, influençant ainsi directement l'équilibre HOCl/OCl^-. Une alcalinité élevée maintient un pH plus basique, favorisant la formation de OCl^- et diminuant l'efficacité du chlore lors du dosage.

Mesure de la dureté dans l’eau

La dureté constitue un paramètre essentiel puisqu’elle permet de quantifier la concentration des ions calcium (Ca^{2+}) et magnésium (Mg^{2+}) présents en solution. Elle est déterminée par titrage complexométrique en utilisant 100,0 mL d’échantillon, auquel sont ajoutés environ 2,00 mL d’une solution tampon ammoniacale et d’un complexe Mg–EDTA permettant de maintenir un pH ≈ 10 (APHA, Standard Methods, 2340 C)[15]. Trois gouttes d’indicateur Noir Ériochrome T sont ensuite ajoutées et donneront à la solution une couleur rose. Le titrage est effectué avec une solution titrante d’EDTA disodique 0,0100 $mol \cdot L^{-1}$ jusqu’au virage du rose au bleu, indiquant la complexation complète des ions Ca^{2+} et Mg^{2+}.[13] Le contrôle du pH par le tampon est essentiel pour assurer la formation des complexes. La présence de ces ions influence les équilibres chimiques en solution et peut modifier indirectement les conditions de pH, ce qui affecte la distribution des espèces du chlore actif dans l’eau potable.

MÉTHODE

Les échantillons

Pour le cuivre, le fer, et tous les titrages, les échantillons analysés étaient : l'eau de robinet au 6e étage du Cégep André-Laurendeau, de l'eau d'abreuvoir filtrée pour bouteilles d'eau (fontaine Elkay ezH2O modèle LZWSR_1D) du Cégep André-Laurendeau, de l'eau de cuisine filtrée à l'entrée d'eau d'une des auteures vivant à Lasalle qui sentait le chlore et de l'eau du fleuve St-Laurent. Les eaux potables sont produites et distribuées par les usines Atwater et Charles-J.-Des-Baillets. Pour le chlore, les échantillons analysés sont les mêmes, en plus d'une carafe d'eau de robinet laissée ouverte dans un frigidaire à pendant une semaine pour vérifier une légende urbaine selon laquelle le chlore s'évaporerait passée ce délai.

Dosage colorimétrique des ions de cuivre dans un échantillon d'eau

La première méthode, le dosage colorimétrique des ions de $Cu^{2+¿¿}$, est basée sur la méthode de Soares[16]. Ce protocole a été adapté en remplaçant la liqueur de canne à sucre avec de l'eau à analyser.

Un tampon de phosphate de pH 8 de 50 mL a été réalisé pour la stabilisation de la réaction. Il a été préparé en combinant 47 mL d'une solution aqueuse de KH_2PO_4 1 M et de 3 mL d'une solution aqueuse de K_2HPO_4 1 M sous agitation et chauffage.

Une solution alcoolique de cuprizone 0,5% a été préparée comme indicateur coloré.

Pour la droite d'étalonnage, la solution mère de cuivre 112ppm a été préparé en dissolvant du $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ dans l'eau. Par la suite, elle a été rediluée le jour du dosage pour avoir une solution fille de 11,2 ppm de Cu.

Six étalons de concentration différentes : 0 ppm ;0,896 ppm; 1,344 ppm; 2,24 ppm; 4,48 ppm; 5,6 ppm ont été préparé dans des ballons volumétriques de 25 ml en ajoutant respectivement 0 mL; 0.2 mL; 3 mL; 5 mL et 10 mL et 12,5 ml de la solution fille de cuivre.

Dans les ballons de 25 mL de chaque échantillons et d'étalon, 4 ml du tampon phosphate et 5 ml de la solution alcoolique de cuprizone ont été ajoutés.

Pour le dosage, les échantillons ont été acidifiés le plus rapidement possible à pH 1 avec 1 mL d'acide sulfurique concentré par 100mL d'échantillon. 12,5 ml d'échantillons acidifiés ont été utilisés pour chaque dosage.

La longueur d'onde d'analyse était de 600 nm.

Dosage colorimétrique du fer total dans un échantillon d'eau

La troisième méthode, le dosage colorimétrique du fer total, est basée sur celle de la norme internationale ISO-6332-1988[9]. Toute verrerie et tout flacon utilisé dans cette méthode a été conditionné à l'acide chlorhydrique 7,7M.

Plusieurs solutions étaient nécessaires au dosage : solution d'acide chlorhydrique 7,7M, solution d'acide sulfurique 4,5M, tampon acétate, solution de chlorhydrate d'hydroxylamine 100g/L et solution d'indicateur coloré de 1,10-phénanthroline monohydraté d'environ 3,9g/L. Ces solutions ont été obtenues par dissolution ou dilution dans le solvant approprié avec les masses/volumes appropriés.

Le tampon acétate de 400g/L a été conçu par dissolution chauffée et par agitation avec un volume minimal d'eau et la moitié du volume de tampon désiré d'acide acétique glacial.

Pour la droite d'étalonnage, une solution mère de fer de 0,1g/L a été conçue par dissolution chauffée et avec agitateur d'une masse de chlorure de fer(III) hexahydraté dans un volume minimal d'eau et un peu d'acide chlorhydrique 7,7M, ensuite complétée à l'eau au trait de jauge.

Le jour du dosage, une solution fille (#1) de 20mg/L de fer a été préparée en pipetant 100 mL de solution mère de fer dans un ballon de 500mL ensuite complété avec de l'eau.

Le jour du dosage, une solution fille (#2) 1mg/L de fer a été préparée en pipetant 25 mL de la solution de fille 1 à 20mg/L dans un ballon de 500mL complété avec de l'eau.

La droite d'étalonnage a été créée grâce à 6 étalons traités par la suite comme les échantillons post-acidification.

Étalon 7 : Le traitement du témoin (eau distillée) était comme celui des échantillons.

Tableau 1 : Volume de solution fille (mL) et concentration en fer des 6 étalons pour dosage colorimétrique du fer dans l'eau

Étalon	Volume de … (mL)	Concentration en fer en mg/L (fiole de 52 mL)
1	Solution fille 1 : 5 mL	1,92 mg/L
2	Solution fille 1 : 2,5 mL	0,96 mg/L
3	Solution fille 2 : 25 mL	0,48 mg/L
4	Solution fille 2 : 5 mL	0,10 mg/L
5	Solution fille 2 : 2,5 mL	0,05 mg/L
6	Solution fille 2 : 0,5 mL	0,01 mg/L

Pour le dosage, les échantillons ont été acidifiés le plus rapidement possible à pH 1 avec 1 mL d'acide sulfurique concentré par 100mL d'échantillon.

45 mL d'échantillon acidifié a été réduit en Fe (II) avec l'ajout de 1 mL de chlorhydrate d'hydroxylamine 100g/L. 2 mL du tampon acétate ont ensuite été ajoutés avec un pH cible de 4,5 (entre 3,5 et 5,5).

Le complexe d'absorption a été formé en ajoutant 2 mL de la solution de 1,10-phénanthroline 3,9g/L. Le mélange a été gardé à l'obscurité pendant 15 minutes avant l'analyse.

L’échantillon a été analysé au spectromètre à 518nm pour en mesurer l’absorbance.

Dosage colorimétrique du chlore total dans un échantillon d’eau

Le dosage colorimétrique du chlore total, est basée sur celle de la norme internationale ISO-7393-2-2017[7].

Plusieurs solutions ont été préparées pour cette méthode : solution tampon phosphate 6,2~6,5 pH, solution de DPD (1,1g/L), solution EDTA (8g/L), solution d’hypochlorite de calcium.

La solution d’EDTA 8g/L a été conçue par dissolution chauffée et agitée. La solution reste trouble malgré la dissolution et est active pendant 1 mois.

La solution tampon phosphate pH 6,2~6,5 a été préparé par dissolution chauffée et agitée de 4,60g de phosphate de potassium, 2,40g de phosphate de sodium anhydre et 0,08g d’EDTA solide pour 100 mL de solution. La solution est mise à l’abri de la lumière au froid et dure 3 mois.

La solution de l’indicateur coloré DPD a été préparé avec 50 ml d’eau distillé, auquel a été ajoutée 0,2 ml d’acide sulfurique (96%), 2,5 ml de la solution d’EDTA (8g/L) et 0,11 g de DPD. Cette solution se conserve 1 mois au froid et à l’abri de la lumière.

La solution mère d’hypochlorite de calcium de 150 mg/L a été préparée pour la droite d’étalonnage. La droite d’étalonnage sera

conçue avec 6 étalons possédant les concentrations chlorées suivantes: (0; 0,5; 1; 2; 3; 5) mg/L

L'étalon témoin fut préparé dans un ballon jaugé de 50ml. Il contenait 2,5 ml de DPD, 2,5 ml de tampon phosphate et 0,1g d'iodure de potassium. Tous les étalons suivants (5 étalons) ont été traités de cette façon avec un volume prescrit de solution mère d'hypochlorite de calcium 150 mg/L : 0,25mL(0,5 mg /L de HOCl) ; 0,50 mL (1 mg/L de HOCl) ; 1,00 (2 mg/L de HOCl); 1,50 (3 mg/L de HOCl) ou 2,50 (5mg/L de HOCl). Les absorbances ont été mesurées au spectrophotomètre à une longueur d'onde de 510 nm.

Le dosage de chaque échantillon a été fait grâce à 45 ml d'échantillon de la même manière que les étalons.

Mesure de l'acidité dans un échantillon d'eau

La mesure de l'acidité est basée sur celle de la norme internationale CAEQ 315[10]. Toute verrerie et tout flacon utilisé dans cette méthode a été conditionné.

Le titrage pH-métrique a été réalisé sur des aliquotes de 100,0 mL de chaque échantillon à l'aide d'une solution titrante de NaOH 0,100 mol/L[10].

Le point-d'équivalence se repère vers pH ≈ 11,3 et a été déterminé graphiquement à partir de la courbe pH-volume[14].

Mesure de l’alcalinité dans un échantillon d’eau

La mesure de l’alcalinité est basée sur celle de la norme internationale CAEQ 315[10].et modifiée pour avoir comme titrant du HCL 0,1M et l’indicateur méthyl-orange pour le point-d’équivalence. Toute verrerie et tout flacon utilisé dans cette méthode a été conditionné.

Le titrage colorimétrique qui se fait avec 3 gouttes de l’indicateur d’hélianthine pour mesurer l’alcalinité a été réalisé sur 100,0 mL d’échantillon à l’aide d’une solution titrante de HCl 0,1 mol/L.

Le point d’équivalence de l’alcalinité totale s’atteint vers pH ≈ 3,5. Le volume de HCl 0,1M au point d’équivalence est déterminé à partir de l’indicateur orange-méthyl lorsqu’il passe de jaune à orangé. Au dépassement du volume au point d’équivalence, la solution passe d’orangé à rose.

Chaque échantillon a été analysé en triplicata afin d’assurer la fiabilité des résultats.

Mesure de la dureté dans un échantillon d’eau

La dureté de l’eau a été déterminée par titrage complexiométrique à l’EDTA disodique selon les méthodes standards (APHA – complexiométrie Ca^{2+}/Mg^{2+})[15]. Toute verrerie et tout flacon utilisé dans cette méthode a été conditionné afin d’éviter toute dilution ou

contamination. Les manipulations de produits volatiles ont été faits sous la hotte.

Le tampon ammoniacal complexé à l'EDTA disodique a été préparé à partir de 1,179g d'EDTA disodique et 0,644g de $MgCl_2 \cdot 6H_2O$ dans 50ml d'eau distillé ajoutés avec 143,0 mL de NH_4OH 15,0 mol/L et 16,0 g de NH_4Cl, ensuite complété à 250 mL, permettant de maintenir un pH d'environ 10 adapté au titrage de la dureté[15].

Une solution d'EDTA disodique de concentration 0,01 mol/L a été préparée en dissolvant une quantité de $Na_2H_2EDTA \cdot 2H_2O$ dans de l'eau distillée au préalable[15].

Pour chaque analyse, un volume précis de 20,0 mL d'échantillon a été pipeté dans un bécher de 250 mL.

Puis, 10,0 mL de solution tampon ammoniacal pH 10 ont été ajoutés afin de maintenir un pH optimal pour la complexation. Trois gouttes d'indicateur Noir Ériochrome T (NET) ont été ajoutées. En présence d'ions Ca^{2+} et Mg^{2+}, la solution prenait une coloration rose-violet. Le titrage a été effectué avec de l'EDTA comme titrant sous agitation jusqu'à l'atteinte du point d'équivalence de couleur bleue ($V \approx 3,0$ mL).[15]

Chaque échantillon a été titré en triplicata pour assurer la fiabilité des résultats.

Résultats et discussion

Résultats sur la concentration en cuivre des échantillons

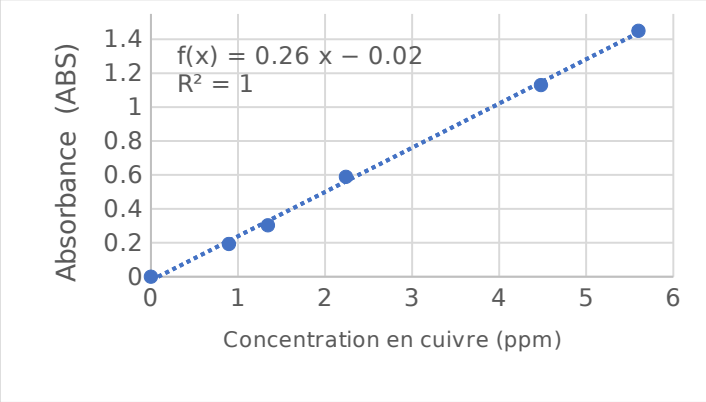


Figure 6 : Droite d'étalonnage du cuivre avec cuprizone 0,5% : Absorbance en fonction de la concentration en cuivre (ppm) à 600 nm.

Après analyse de tous étalons (1) de cuivre, une droite à tendance linéaire a été obtenue. La droite est $y = 0,261x - 0,0221$ avec un R^2 de 0,9984 (pente = 0,261 ± 0,005 L/mg, ordonnée à l'origine = -0,02 ± 0,02). Pour déterminer les incertitudes sur la droite, la méthode de l'erreur type a été utilisée. Pour les quatre échantillons, les concentrations obtenues étaient plus faible que 1 ppm. Ceci respecte la norme de cuivre inférieure à 1 ppm établie par la ville de Montréal[1]. Les incertitudes des concentrations de cuivre ont été déterminées avec les incertitudes de la droite par méthode des extrêmes (tableaux 6 à 8 en annexe).

Tableau 2: Concentrations en cuivre (ppm) des échantillons d'eau potable et du fleuve St-Laurent, et comparaison avec les rapports de qualité d'eau de la ville de Montréal[1]

Échantillon	Concentrations en cuivre (ppm)	Incertitude sur les concentrations en cuivre (ppm)	Norme ville de Montréal 2025	Concentration moyenne en cuivre mesurée en 2025 à la ville de Montréal (vielle entrée d'eau)
Eau de robinet	0,3	0,2	≤ 1,0	0,103
Eau filtrée abreuvoir	0,6	0,2		
Fleuve St-Laurent	0,3	0,2		
Cuisine odeur chlorée	0,3	0,2		

L’échantillon le plus riche en cuivre est l’eau filtrée, possiblement en raison de la canalisation dans l’école, et donc il n’y a pas de réduction de cuivre par le filtre. Mais cela est incohérent avec la concentration du robinet venant de la même canalisation, ce qui indique une contamination lors de notre expérience (par exemple une goutte de solution mère de cuivre dans la l’échantillon) ou encore une accumulation anormale de cuivre dans la canalisation menant au filtre (ex : le réservoir d’eau de la compagnie ou les tuyaux fournis). L’échantillon le plus faible en cuivre est l’eau du fleuve (visible pré-ajustement avec les incertitudes) où l’eau n’est pas coincée dans des tuyaux et il y a moins dissolution de cuivre dans l’eau.

La précision des résultats est amoindrie puisque les absorbances n’ont été prises qu’une seule fois, ce qui peut grandement fausser les résultats, comme la concentration de l’eau filtrée qui pourrait-être dû à une mauvaise mesure unique et ne pas avoir de lien avec l’eau elle-même. Il n’y a pas de différence significative entre les résultats en raison des chevauchements d’incertitudes. Il faudrait mesurer en triplicata pour pourvoir établir une moyenne des absorbances (avec un écart type) et augmenter la fiabilité des résultats et des incertitudes. La précision pour la comparaison avec la ville de Montréal est douteuse en raison des méthodes employées dans cet article pas aussi précises que leurs méthodes professionnelles. Les données très précises et les laboratoire équipés exprès pour l’analyse

d’eau potable des usine Atwater et Charles-J.-Des-Baillets sont beaucoup plus fiables que les données et méthodes de cet article performées par des étudiants.

Résultats sur la concentration en fer total des échantillons

L’analyse des étalons mène à une transformation graphique qui illustre la proportionnalité entre l’absorbance et la concentration en fer total dans le domaine de linéarité 0,01mg/L à 5mg/L.

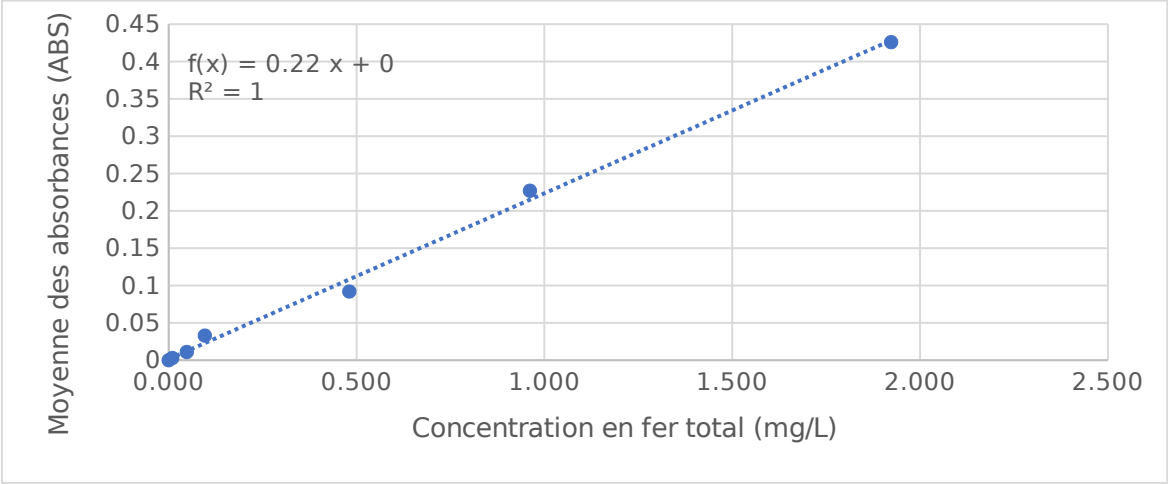


Figure 7 : Droite d'étalonnage du fer total avec 1,10-phénanthroline 3,9g/L : Moyenne des absorbances en fonction de la concentration en fer total (mg/L) à 518 nm

Ceci donne une pente de 0,222 ± 0,006 L/mg avec une ordonnée à l’origine de 0,002 ± 0,005 avec un R^2 de 0,9966 (bonne linéarité). Les incertitudes correspondent à l’erreur type de la droite d’étalonnage. L’ordonnée à l’origine possède une incertitude plus grande que sa valeur, ce qui indique son manque de précision et de fiabilité.

La concentration des échantillons ont été calculées avec la droite d’étalonnage et des étapes de traitement de données intermédiaires

(moyennes d’absorbances et incertitudes des étalons et des échantillons, concentrations post-acidification et incertitudes des échantillons, post-dilution (dans le ballon) des échantillons) (tableaux 9 à 14 en annexe).

v

Tableau 3: Moyenne des concentrations en fer total (mg/L) des échantillons d'eau potable et du fleuve St-Laurent, leur incertitude (mg/L) et l'écart type des concentrations en fer total (mg/L)			
Échantillon	Moyenne des concentrations en fer total (mg/L)	Incertitude de la moyenne des concentrations en fer total (mg/L)	Écart type des concentrations en fer total (mg/L)
Eau de robinet	0,05	0,02	0,03
Eau filtrée abreuvoir	0,03	0,02	0,04
Fleuve St-Laurent	0,16	0,01	0,02
Cuisine odeur chlorée	0,16	0,06	0,10
Cuisine odeur chlorée (ajustée)	0,04	0,00	0,00

Tableau 4: Moyenne des concentrations en fer total (mg/L) et comparaison avec les rapports de qualité d'eau de la ville de Montréal[1]			
Échantillon	Moyenne des concentrations en fer total (mg/L)	Recommandation Santé Canada 2025 (mg/L)	Concentration moyenne en fer total mesurée en 2025 à la ville de Montréal (mg/L)
Eau de robinet	0,05	≤ 0,1	0,0035
Eau filtrée abreuvoir	0,03		
Fleuve St-Laurent	0,16		
Cuisine odeur chlorée	0,16		
Cuisine odeur chlorée (ajustée)	0,04		

L'échantillon d'eau de cuisine de l'une des auteures affichait une concentration égale à celle du fleuve St-Laurent au-dessus de la

norme de 0,1 mg/L de fer de Santé Canada[1] sans toutefois avoir les caractéristiques d'une eau ferreuse dépassant la norme, incluant l'odeur, la couleur et le goût. Une seule absorbance a été retenue soit, 0,010 en raison du très gros écart type entre les valeurs de la moyenne et le manque de caractéristiques ferreuses pour l'eau de cuisine. Ceci correspond à la donnée de cuisine ajustée. La donnée unique retenue pour l'analyse de la concentration de l'eau de cuisine à odeur chlorée (ajustée) se rapproche des valeurs des autres échantillons d'eau potable.

Le filtre semble réduire la concentration de fer total dans l'eau, mais de manière non-significative avec les incertitudes.

L'écart type confirme les données éloignées de la moyenne pour l'eau de cuisine et justifie l'ajustement.

Les incertitudes ont été obtenues avec l'écart-type de la moyenne des concentrations en fer total (mg/L). Les différences entre les concentrations des eaux potables (robinet, filtrée, cuisine) ne sont pas significatives puisque les concentrations avec leur incertitude se chevauchent. Il y a une différence significative entre le fleuve et les autres échantillons.

Tous les échantillons d'eau potable, sauf la cuisine à odeur chlorée pré-ajustement sont sous la norme de 0,1 mg/L incluant les incertitudes. Le fleuve St-Laurent dépasse 0,1 mg/L et est l'échantillon avec la concentration en fer total la plus élevée. Ceci pourrait découler de sa couleur brunâtre qui interférerait avec le

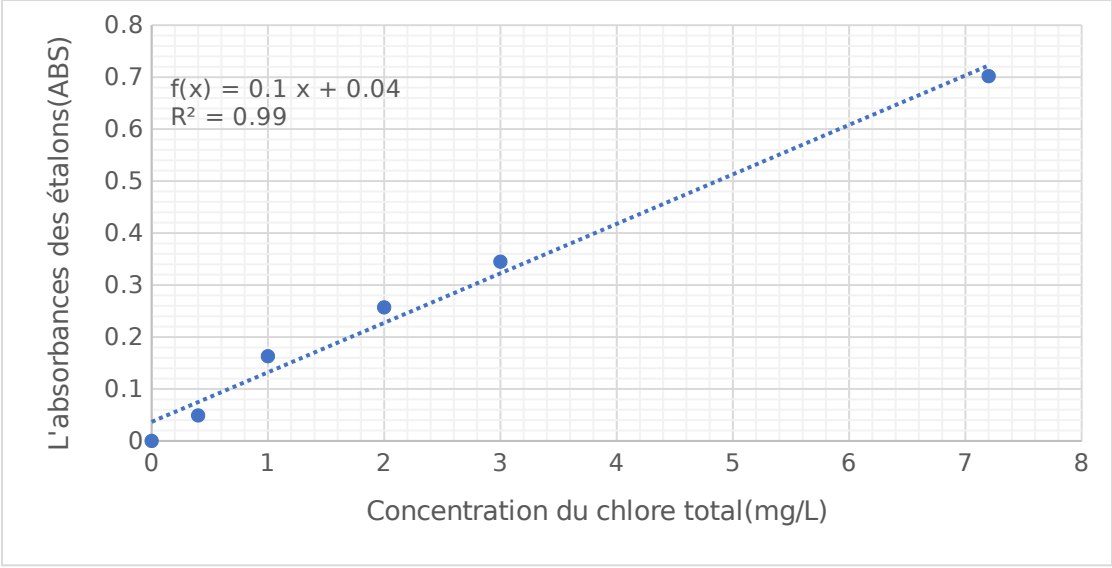
spectrophotomètre, ou être réellement sa concentration en fer total. Il vaudrait mieux filtrer et centrifuger l'eau du fleuve pour se débarrasser des particules en suspension.

La précision pour la comparaison avec la ville de Montréal est douteuse en raison des méthodes employées dans cet article pas aussi précises que leurs méthodes professionnelles. Les données très précises et le laboratoire équipé exprès pour l'analyse d'eau potable des usine Atwater et Charles-J.-Des-Baillets sont beaucoup plus fiables que les données et méthodes de cet article performées par des étudiants.

Figure 8 : Droite d'étalonnage du chlore total avec DPD 1,1g/L : Absorbance en fonction de la concentration en chlore total (mg/L) 510 nm

Résultats sur la concentration en chlore total des échantillons

La figure 8 présente la compilation des 6 étalons de chlore (Cl) à des concentrations respectives de 0; 0,4; 1; 2; 3; et 7,2 mg/L,



La droite a pour pente 0,095 ± 0,006 L/mg et comme ordonnée à l'origine 0,04 ± 0,02. Le traitement des données est identique à celui du fer. $y = 0,0952x + 0,0368$ et $R^2 = 0,9852$. La droite d'étalonnage a une validité douteuse, et l'analyse des résultats (tableaux 15à 17) en témoigne. Les concentrations des 5 échantillons se situent en dessous de la recommandation d'ordre esthétique/organoleptique[1] de Santé Canada énoncées dans le rapport de la Ville de Montréal[1]. Les résultats ne sont toutefois pas fiables en raison de concentrations négatives et une très grosse différence entre les valeurs obtenues et attendues (ville de Montréal[1]). Les données seraient à reprendre et le protocole à revoir si les résultats tendent de cette manière une nouvelle fois.

La concentration en chlore semble être réduite par le filtre lorsque les concentrations sont comparées entre elles, ce qui est prévu par le fabricant[17].

Tableau 5: Moyenne des concentrations en chlore total (mg/L) des échantillons d'eau potable et du fleuve St-Laurent, leur incertitude (mg/L) et l'écart type des concentrations en fer total (mg/L), et comparaison avec les rapports de qualité d'eau de la ville de Montréal[1]				
Échantillon	Moyenne des concentration en chlore total (mg/L)	Écart type des concentrations en chlore total (mg/L)	Recommandation Santé Canada 2025 (mg/L)[1]	Concentration moyenne en chlore total mesurée en 2025 à la ville de Montréal[1] (mg/L)
Eau de robinet	0,0517	0,0390	≤ 250	24,75
Eau filtrée abreuvoir	0,0181	0,18		
Fleuve St-Laurent	0,0643	0,14		
Cuisine odeur chlorée	-0,0576	0,19		
Mythe	-0,0660	0,17		

Des concentrations négatives sont observables pour l'eau de la cuisine et l'eau du mythe, cela signifie que leurs concentrations sont inférieurs au zéro. Le zéro contiendrait une concentration nulle en chlore, et il serait étonnant que les échantillons soient sous ce seuil. Le zéro pourrait avoir une concentration plus élevée en chlore que prévue par erreur ce qui fausserait les résultats de cuisine et de mythe. La droite pourrait-être erronée puisque le R^2.est à 0,9852 pour la linéarité dans ce cas le pic d'absorbance ne serait pas le bon. Refaire le témoin en évitant toute contamination et vérifier le pic d'absorbance manuellement serait une solution. Il est aussi possible que nos échantillons soient en dehors du domaine de linéarité.
Le traitement des données ne permettait pas de déterminer les incertitudes pour les concentrations de chlore dans les échantillons en raison des concentrations négatives et leur absurdité. Il est impossible

de déterminer si les résultats ont des différences significatives entre eux par manque d'incertitudes et de fiabilité. Les écarts types montrent une assez grande différence entre les concentrations de différentes mesures d'un même échantillon.

Il y a tout de même une comparaison entre les échantillons possible. La concentration en chlore du fleuve est la plus élevée de toutes. Cela pourrait indiquer la présence d'agents chimiques contenant du chlore dans le fleuve.

La comparaison avec la ville de Montréal est ne permet pas de conclure grand-chose : les concentrations calculées sont beaucoup plus petites que les valeurs minimales et moyennes dans le rapport

Résultats et discussion sur la mesure de l'acidité des échantillons:

Pour les titrages ph-métriques des quatre échantillons (figure 9 en annexe), la courbe de titrages montre l'augmentation progressive du pH avec des zones de variations entre 0,8 et 1,1mL, ce qui permet de conclure que le volume au point d'équivalence obtenu est de 1,0 mL de NaOH. Les données respectent une précision de 0,2mL, ce qui indique une bonne reproductibilité des mesures. Le tableau 18 montre les résultats.

Tableau 6: Acidité des échantillons: pH initial, pH au point d'équivalence et volume de NaOH utilisé au point d'équivalence (mL)

Échantillon	pH initial ± 0,01	Volume de NaOH au PÉ (mL) ± 0,1	pH au PÉ ± 0,01	Concentration $CaCO_3$ (mg/L)	Incertitude de la concentration $CaCO_3$ (mg/L)

Robinet	7,89	1,8	10,85	90	6
Filtrée	8,08	1,8	10,75	90	6
Cuisine	7,65	1,8	10,65	100	6
Fleuve	7,19	1,0	10,80	50	6

Le pH initial des échantillons varie entre 7,19 (fleuve) et 8,08 (filtrée), ce qui indique que toutes les eaux sont faiblement acides à légèrement basiques tout en respectant les normes établies par Santé Canada (pH entre 6,5 et 8,5). Les pH correspondent au minimum de pH et correspondent presque au maximum de pH mesuré par Montréal en 2025. [1]

L'échantillon du fleuve présente un pH initial plus faible comparativement aux autres échantillons (robinet, cuisine et filtré). Cette observation est cohérente avec le fait que l'eau du fleuve n'a pas subi le même traitement que les autres échantillons. L'acidité des échantillons est entre 90 et 100 mg/L de $CaCO_3$ pour les eaux potables (qui n'ont pas de différences significatives entre elles) et de 50 mg/L de $CaCO_3$ pour l'eau du fleuve.

Le filtre ne semble pas faire varier le pH d'une façon importante.

De plus, l'évolution des courbes de titrage montre une montée progressive du pH sans saut net marqué, ce qui indique une faible concentration d'acides forts et une dominance du système carbonaté. Cela est cohérent avec une eau potable naturelle.

Une trop grande incrémentation de volume causée par la concentration trop élevée du titrant NaOH est non négligeable pour la validité des données. Il y a eu une erreur de commise lors de la lecture des sources et de la décision de concentration. La source du CEAEQ [10] demandait une concentration de 0,02 N de NaOH et du 0,1M de NaOH a été utilisé, ce qui était beaucoup trop élevé pour les points d'équivalences recherchés. Cela a modifié la concentration recherchée et baissé la précision des résultats. Il faudrait utiliser une concentration de titrant inférieure à celle utilisée de 0,1 M. Les résultats n'ont pas de différence significative entre eux sauf pour le fleuve qui est différent de tous les autres échantillons.

Résultats et discussion sur la mesure d'alcalinité des échantillons:

Selon Santé Canada, une alcalinité supérieure à 60 mg/L d'ions neutralisant les acides peut contribuer à limiter la corrosion du fer, tandis qu'une alcalinité inférieure à 30 mg/L est associée à une eau plus corrosive[17]. Somme toute, les valeurs d'alcalinité totale mesurées (90–100 mg/L de carbonate) indiquent une eau présentant une bonne capacité tampon pour les eaux potables.

Les volumes de titrants sont exactement les même que pour l'acidité (titrant à 0,1 M), égalant la même concentration en $CaCO_3$ (mg/L).

Tableau 7: Alcalinité des échantillons: concentration $CaCO_3$, pH au point d'équivalence et volume de NaOH utilisé au point d'équivalence (mL)

Échantillon	Concentration $CaCO_3$ (mg/L)	Incertitude de la concentration $CaCO_3$ (mg/L)	Volume de HCl au PÉ (mL) ± 0,1	pH au PÉ ± 0,01
Robinet	90	6	1,8	4,00
Filtrée	90	6	1,8	3,42
Cuisine	100	6	1,8	3,69
Fleuve	50	6	1,0	3,32

Pour les quatre échantillons, les résultats relatifs à l'alcalinité (tableau 7), indiquent que les eaux potables ont une alcalinité plus élevée que l'eau du fleuve. Cela signifie qu'elles possèdent une meilleure capacité à neutraliser les acides en solutions parce qu'elles ont été mieux traitées tandis que l'eau du fleuve ne dépend que des conditions du milieu naturel.

Les eaux potables n'ont pas de différence significatives entre elles, mais elles ont une différence significative avec le fleuve.

Le filtre ne semble pas avoir affecté l'alcalinité pour l'eau filtrée et pour l'eau de cuisine, qui est filtrée dans l'entrée d'eau de la maison.

L'échantillon du fleuve présente le plus faible volume au point d'équivalence ($V_{PÉ}$=1,0 mL) comparativement aux autres échantillons. Cela indique une plus faible alcalinité, une faible capacité tampon et une plus grande vulnérabilité aux variations de pH.

Une mauvaise calibration du pH-mètre expliquerait l'incohérence qui apparaît dans les valeurs de pH au point d'équivalence. Les valeurs expérimentales (pH entre 3,32 et 4,00) sont inférieures aux valeurs attendues (pH≈4,3). La même erreur de méthodologie qu'avec l'acidité est déclarer.

Résultats et discussion sur la dureté des échantillons:

La dureté des échantillons (tableau 8) représente la concentration totale en ions calcium et magnésium exprimée en mg/L de $CaCO_3$.

Tableau 8: Dureté des échantillon: concentration de $CaCO_3$ (mg/L) et classe de dureté

Échantillon	Concentration de $CaCO_3$ (mg/L)	Incertitude de concentration de $CaCO_3$	Volume d'EDTA au PÉ (mL)	Classe de dureté

		(mg/L)		
Robinet	225	6	4,5	Très dure
Filtrée	220	6	4,4	Très dure
Cuisine	115	6	2,3	Moyennement dure
Fleuve	120	6	2,4	Moyennement dure

Les eaux analysées sont classées de moyennement dures à très dures selon les recommandations gouvernementales. La dureté des échantillons d'eaux (robinet, filtrée, fleuve et cuisine) sont supérieures à 120 mg/L $CaCO_3$, ce qui est la limite de ce qui est considéré comme de l'eau dure selon plusieurs sources citées dans un document de Santé Canada[18]. Les concentrations en $CaCO_3$ sont représentées dans le tableau 8 soit ; 225 mg/L, 220 mg/L, 120 mg/L et 115 mg/L[1].

Les résultats sont cohérents puisque le filtre n'est pas fait pour adoucir l'eau potable. Les concentrations de étaient presque aussi dure que l'eau du robinet. Cela indique que le filtre utilisé ne retient pas les ions Ca^{2+} et Mg^{2+}, ce résultat étant attendu. Le filtre[17] est conçu pour réduire les particules de plomb et de chlore. Il réduit les odeurs et goûts de chlore selon le fabricant Elkay[17]. Il ne réduit pas la dureté de l'eau comme on pourrait le croire sans effectuer de recherches et en assumer.

L'eau de cuisine est filtrée à son entrée d'eau et a une concentration réduite en $CaCO_3$ ce qui est attendu. Pourtant, les résultats des

échantillons pris au Cégep André-Laurendeau sont tous plus durs que les résultats maximaux des rapports de qualité d'eau de la ville de Montréal (127 mg/L)[1], ce qui pourrait indiquer une accumulation quelque part dans la canalisation principale du Cégep. Pour contrer ce problème, il faudrait prélever des échantillons juste avant l'entrée d'eau du Cégep, ou encore des échantillons à chaque étage du Cégep André-Laurendeau pour vérifier quel composant du système de canalisation affecté par les dépôts de minéraux contribuant à autant de dureté.

Il y a incohérence pour l'eau du fleuve, qui est moins dure que l'eau du robinet. Pourtant, cette eau est influencée par les sols, les roches et les matières qui y sont dissoutes. La technique d'échantillonnage peut avoir influencé cet aspect, puisque l'eau a été prise en surface sans relever de poussière de fond.

Il y a une différence significative entre les groupes fleuve-cuisine et robinet-filtrée.

Par colorimétrie, les concentrations en cuivre, en fer total et en chlore total des 4 à 5 échantillons ont été déterminées, avec divers niveaux de réussite. Seul le fer dans le fleuve dépassait la norme établie par la Ville de Montréal[1]. Par titrage, les mesures en acidité, alcalinité et duretés (mesurés par la concentration en $CaCO_3$) ont été déterminées

pour les 4 échantillons. L’eau de Montréal distribuée par les usines Atwater et Charles-J.-Des-Baillets se retrouve dans les paramètres standards établis par la Ville de Montréal. Le fleuve possède moins de capacité tampon que les eaux potables, et les eaux potables du Cégep André-Laurendeau sont plus dures que les autres eaux.

Il serait intéressant de comparer les différentes concentrations au sein même du Cégep André-Laurendeau, ses 6 étages et son complexe sportif pour la dureté d’eau.

Il serait aussi intéressant de comparer les concentrations en analyte du fleuve St-Laurent lors de différentes saisons et conditions météorologiques pour constater leurs fluctuations dans le temps selon plusieurs facteurs externes. Les concentrations de plusieurs cours d’eau pourraient aussi être comparés pour déterminer la santé relative de ces cours d’eau et leur potentiel de potabilité, tant écologique qu’économique en traitement des eaux potables.

ANNEXE :

TABLEAU 9 : CONCENTRATIONS DES ÉTALONS DE CUIVRE AVEC LE VOLUME DE LA SOLUTION DE CUIVRE ET LEUR ABSORBANCE RESPECTIVE

CU (MG/ML) (PPM)	**VOLUME (ML)**	**ABSORBANCE ± 0,001**
0,000	**0,0**	**0,000**
0,896	**2,0**	**0,193**
1.344	**3,0**	**0,303**
2.240	**5,0**	**0,589**
4.480	**10,0**	**1,13**
5.600	**12,5**	**1,45**

Tableau 10: concentration en cuivre post-acidification avec leur incertitude (mg/L) et absorbance

Échantillon	Concentration en cuivre (ppm)	Incertitude sur la concentration en cuivre (ppm)	Absorbance ± 0,001
Robinet	0,16	0,08	0,022
Filtrée	0,32	0,09	0,063
Fleuve	0,13	0,08	0,014

Cuisine	0,15	0,08	0,020

Tableau 12: Données de la droite d'étalonnage du fer total et ses incertitudes complétant la figure 6

Étalon	Concentration en fer total (mg/L)	Incertitude de la concentration (mg/L)	Moyenne des absorbances	Incertitude des moyennes d'absorbances
1	1,923	0,009	0,426	
2	0,962	0,000	0,227	
3	0,48	0,03	0,09	
4	0,096	0,006	0,033	
5	0,048	0,005	0,011	
6	0,010	0,005	0,003	
0 (témoin)	0	0	0	0

Tableau 11 : concentration en cuivre pré-acidification (ppm)

Échantillon	Concentration en cuivre (ppm)	incertitude sur la concenration en cuivre (ppm)
Robinet	0,3	0,2
Filtrée	0,6	0,2
Fleuve	0,3	0,2
Cuisine	0,3	0,2

Tableau 14 : Dosage du fer étalons: Absorbances, moyenne des absorbances, écart type et incertitude de la moyenne des absorbances						
Étalon	1	2	3	4	5	6
ABS 1	0,426	0,227	0,084	0,036	0,01	0,004
ABS 2	0,430	0,227	0,104	0,032	0,013	0
ABS 3	0,423	0,227	0,087	0,032	0,01	0,006
Moyenne	0,4	0,2	0,09	0,03	0,011	0,003
Écart type	0,0035	0	0,0108	0,0023	0,0017	0,0031
Incertitude de la moyenne des absorbances	0,2	0,1	0,05	0,02	0,007	0,002

Tableau 13 : Dosage du fer échantillons: Absorbances, moyenne des absorbances, écart type et incertitude de la moyenne des absorbances					
Échantillon	Robinet	Filtrée	Fleuve	Cuisine	Cuisine ajustée
ABS 1	0,006	0,002	0,028	0,010	0,010
ABS 2	0,015	0,017	0,036	0,043	0,010
ABS3	0,016	0,004	0,035	0,047	0,010
Moyenne	0,012	0,008	0,033	0,033	0,010
Écart type	0,0055	0,0081	0,0044	0,02	0
Incertitude de la moyenne des absorbances	0,0070	0,005	0,019	0,02	0,001

Tableau 15: Concentration de fer (mg/l) dans le ballon volumétrique de 50 mL (échantillon passé au spectrophotomètre après 2 dilutions).						
	Concentration 1	Concentration 2	Concentration 3	Moyenne des concentrations	Écart-type (mg/L)	Incertitude sur la moyenne des concentrations (mg/L) (écart type de la moyenne)
Robinet	0,02	0,06	0,06	0,05	0,02	0,01

Filtrée	0,00	0,07	0,01	0,03	0,04	0,02
Fleuve	0,12	0,15	0,15	0,14	0,02	0,01
Cuisine	0,04	0,18	0,20	0,14	0,09	0,05
Cuisine ajusté	0,04	0,04	0,04	0,04	0,00	0,00

Tableau 16: Concentration de fer (mg/l) post-acidification (échantillon après 1 dilution).						
	Concentration 1	Concentration 2	Concentration 3	Moyenne des concentrations	Écart-type (mg/L)	Incertitude sur la moyenne des concentrations (mg/L) (écart type de la moyenne)
Robinet	0,02	0,07	0,07	0,05	0,03	0,02
Filtrée	0,00	0,08	0,01	0,03	0,04	0,02
Fleuve	0,13	0,17	0,17	0,16	0,02	0,01
Cuisine	0,04	0,21	0,23	0,16	0,10	0,06
Cuisine ajusté	0,04	0,04	0,04	0,04	0,00	0,00

Tableau 17: Concentration de fer (mg/l) dans l'échantillon réel						
	Concentration 1	Concentration 2	Concentration 3	Moyenne des concentrations	Écart-type (mg/L)	Incertitude sur la moyenne des concentrations (mg/L) (écart type de la moyenne)
Robinet	0,02	0,07	0,07	0,05	0,03	0,02
Filtrée	0,00	0,08	0,01	0,03	0,04	0,02
Fleuve	0,13	0,17	0,17	0,16	0,02	0,01
Cuisine	0,04	0,21	0,23	0,16	0,10	0,06
Cuisine ajusté	0,04	0,04	0,04	0,04	0	0

Tableau 18 : Dosage du chlore étalons: Absorbances, moyenne des absorbances, écart type et incertitude de la moyenne des absorbances					
Étalon	1	2	3	4	5
ABS 1	0,053	0,167	0,243	0,341	0,688
ABS 2	0,048	0,162	0,260	0,346	0,709
ABS 3	0,047	0,16	0,267	0,349	0,709
Moyenne	0,049	0,163	0,257	0,345	0,702
Écart type	0,0032	0,0036	0,0123	0,0040	0,0121
Incertitude de la moyenne des absorbances	0,002	0,002	0,007	0,002	0,007

Tableau 19 : Dosage du chlore échantillons: Absorbances, moyenne des absorbances, écart type et incertitude de la moyenne des absorbances					
Échantillon	Robinet	Filtrée	Fleuve	Cuisine	Mythe
ABS 1	0,021	0,035	0,028	0,016	0,015
ABS 2	0,025	0,008	0,028	0	-0,012
ABS3	0,028	0,007	0,029	-0,018	-0,012
Moyenne	0,025	0,017	0,0280	-0,001	-0,003
Écart type	0,00351	0,01589	0,00058	0,01701	0,01559
Incertitude de la moyenne des absorbances	0,002	0,009	0,0003	0,010	0,009

Tableau 20 : Dosage du chlore étalons: Concentrations (mg/L), incertitude sur la concentration (mg/L), absorbance, incertitude sur l'absorbance, écart type sur l'absorbance						
Étalon	Concentration de chlore total (mg/L)	Incertitude sur la concentration de chlore total (mg/L)	Écart type sur la concentration de chlore (mg/L)	Absorbance	Incertitude sur l'absorbance	Écart type sur l'absorbance
1	0	0	0	0	0	0
2	0,40	0,03	0,036	0,049	0,002	0,00351
3	1,00	0,03	0,040	0,163	0,002	0,001589
4	2,0	0,1	0,137	0,257	0,007	0,00058
5	3,00	0,04	0,045	0,345	0,002	0,01701
6	7,2	0,1	0,135	0,702	0,007	0,01559

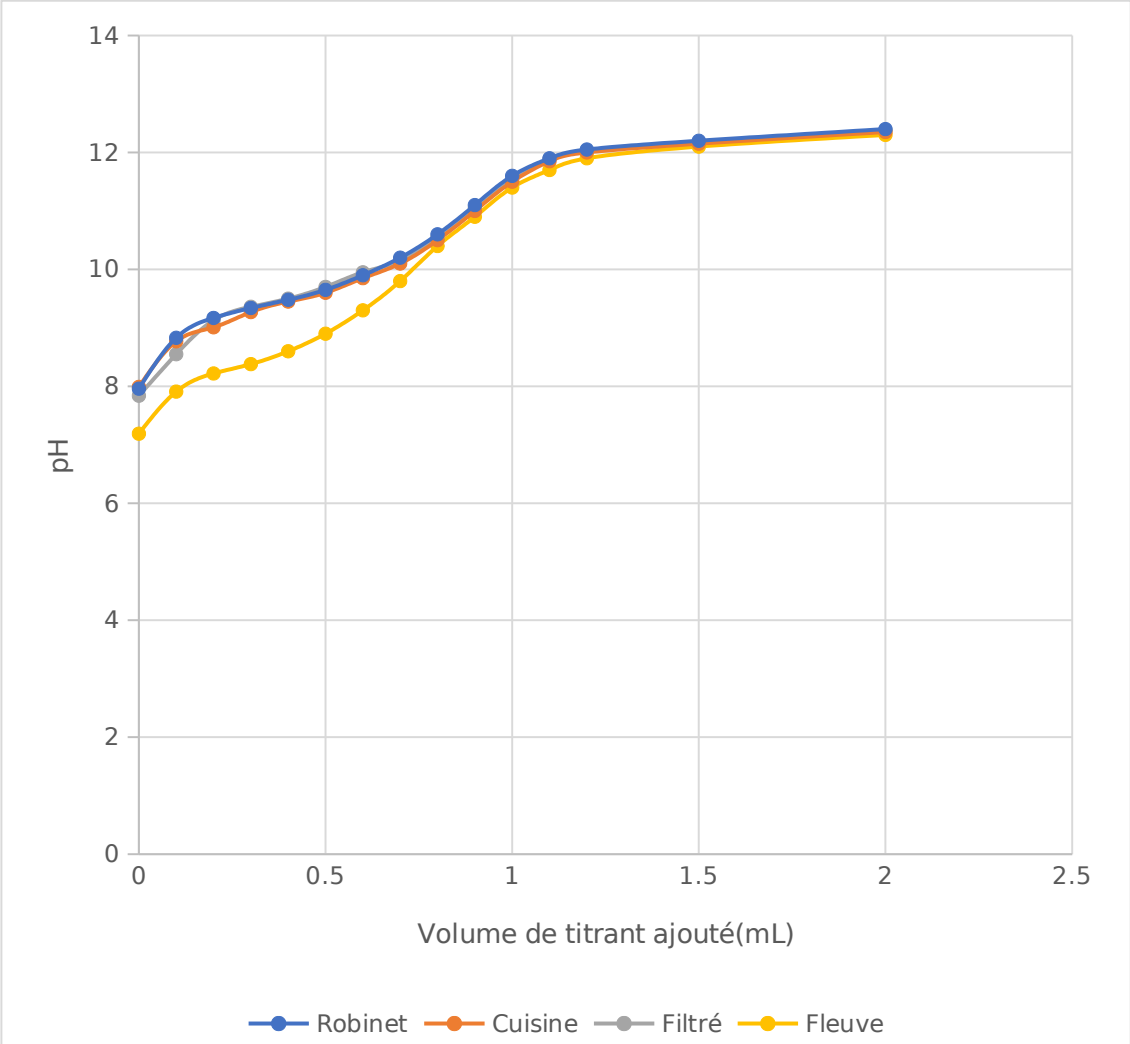


FIGURE 9 : COURBES DE TITRAGES DES 4 ÉCHANTILLONS : PH EN FONCTION DU VOLUME DE TITRANT AJOUTÉ

RÉFÉRENCES

(1) Montréal, V. de. *Qualité et usage de l'eau potable : rapports et bilans*. https://montreal.ca/articles/qualite-et-usage-de-leau-potable-rapports-et-bilans-27872 (accessed 2026-03-03).

(2) *Eau potable | Direction régionale de santé publique de Montréal*. https://santepubliquemontreal.ca/conseils-et-prevention/conseils/eau-potable (accessed 2026-02-07).

(3) *What is the stoichiometric ratio for Cu^{2+} ions with cuprizone to form the copper-cuprizone complex?*. homework.study.com. https://homework.study.com/explanation/what-is-the-stoichiometric-ratio-for-cu-2-plus-ions-with-cuprizone-to-form-the-copper-cuprizone-complex.html (accessed 2026-03-03).

(4) Peterson, R. E.; Bollier, M. E. *Spectrophotometric Determination of Serum Copper with Biscyclohexanoneoxalyldihydrazone.* Anal. Chem. **1955**, *27* (7), 1195–1197. https://doi.org/10.1021/ac60103a054.

(5) Shearer, M. *(PDF) Redox Titration of Bleach - Concentration of Sodium Hypochlorite*.ResearchGate. https://www.researchgate.net/publication/340493423_Redox_Titration_of_Bleach_-_Concentration_of_Sodium_Hypochlorite.

(6) *Chlorine: Properties, Applications and Health Effects*, Online-Ausg.; Mangione, R., Carlyle, D., Eds.; Chemical engineering methods and technology; Nova Science Publishers: New York, 2012.

(7) ISO. *NORME INTERNATIONALE: Qualité de l'eau — Dosage du chlore libre et du chlore total Partie 2: Méthode colorimétrique à la N,Ndialkylphénylène-1,4 diamine destinée aux contrôles de routine.ISO-7393-2-2017.* https://cdn.standards.iteh.ai/samples/65560/e697473329964565911999c3a936e68c/ISO-7393-2-2017.pdf (accessed on 2026-02-06)

(8) Sigma-Aldrich.*Ferroin indicator solution - 1,10-Phenanthroline iron(II) sulfate complex*. https://www.sigmaaldrich.com/CA/en/substance/ferroinindicatorsolution6925214634914 (accessed 2026-03-03).

(9) ISO. *NORME INTERNATIONALE: Qualité de l'eau - Dosage du fer - Méthode spectrométrique à la phénanthroline-1,10.* https://cdn.standards.iteh.ai/samples/12630/c2cb3935f67946f2bd2379cb9a942fa5/ISO-6332-1988.pdf (accessed on 2026-02-07)

(10)Centre d'expertise en analyse environnementale du Québec (CEAEQ). (2025*). Détermination de l'alcalinité et de l'acidité : méthode titrimétrique Gouvernement du Québec. https://www.ceaeq.gouv.qc.ca/methodes/pdf/methode-analyse-315-alcalinite-acidite.pdf (accessed on 04/05/2026)*

(11) Health Canada. (2023). *Guidelines for Canadian Drinking Water Quality: Operational parameters*. Gouvernement du Canada.

https://www.canada.ca/en/health-canada/programs/guidelines-canadian-drinking-water-quality-operational-parameters.html (*accessed on 04/05/2026)*

(12) Mehendale, F. V., Clayton, G., Homyer, K. M., & Reynolds, D. M. (2023). Spéciation du chlore en fonction du pH. Journal of Global Health Reports.Spéciation chlore et pH.pdf (*accessed on 04/05/2026)*

(13) **U.S. Environmental Protection Agency (EPA). (s. d.).** *Hardness (Titrimetric, EDTA) — Method summary (Method 130.2)*. National Environmental Methods Index (NEMI).https://www.nemi.gov/methods/method_summary/4684/ (*accessed on 04/05/2026)*

(14) **Chemistry LibreTexts. (2025, 31 juillet).** *pH calculations for acid–base titrations*. LibreTexts.https://chem.libretexts.org/Courses/College_of_the_Canyons/CHEM_202%3A_General_Chemistry_II_OER/06%3A_Acid-Base_Equilibria_in_Mixtures/6.06%3A_pH_Calculations_for_AcidBase_Titrations (*accessed on 04/05/2026)*

(15) World Health Organization. (2011). Hardness in drinking-water; background document for development of WHO guidelines for drinking-water quality https://docs.publicnow.com/viewDoc?filename=139931%5CEXT%5C5C8AC7486B9F7554E99B335FCE44BDBEABEAC4FD_91EE111B51FE1E3A314FC0597140CE9541A72F96.PDF (*accessed on 04/05/2026)*

(16) Soares, S. A. R.; Costa, S. S. L.; Araujo, R. G. O.; Teixeira, L. S. G.; Dantas, A. F. Comparison of Spectrophotometric Methods for the Determination of Copper in Sugar Cane Spirit. *J. AOAC Int.* **2018**, *101* (3), 876–882. https://doi.org/10.5740/jaoacint.17-0154. (*accessed on 04/05/2026)*

(17) Global Industrial Canada. Av. *Elkay 3,000 Gallon WaterSentry Replacement Filter, 51300C*. https://www.globalindustrial.ca/p/watersentry-replacement-filter-for-ezh2o-bottle-filling-stations (accessed 2026-05-14).

(18)Santé Canada. *Recommandations pour la qualité de l'eau potable au Canada : Paramètres opérationnels*. https://www.canada.ca/fr/sante-canada/programmes/recommandations-qualite-eau-potable-canada-parametres-operationnels.html (accessed 2026-05-10).